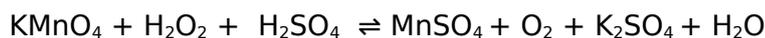
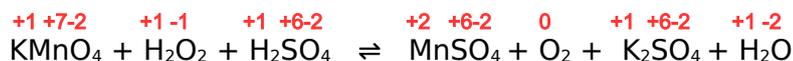


40) Al valorar 15 ml de disolución de H_2O_2 , necesitamos 11,2 ml de disolución 0,05 M de KMnO_4 en un medio con H_2SO_4 . Calcula la concentración molar de la disolución de H_2O_2 .

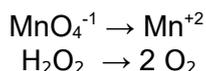


Ajustamos por el método del ión-electrón en medio ácido:

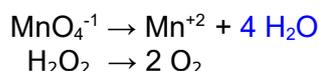
- Determinamos el número de oxidación de cada átomo



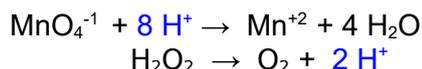
- Reconocemos las especies que se oxidan y las que se reducen, escribiendo las semirreacciones sin los electrones intercambiados. Tenemos en cuenta que el H_2O_2 tiene dos átomos de oxígeno.



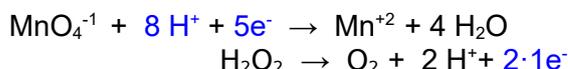
- Igualamos en las semirreacciones los átomos de oxígeno añadiendo agua.



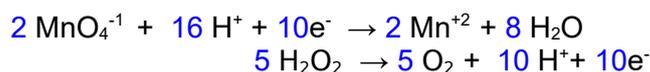
- Igualamos los átomos de hidrógeno añadiendo H^+ .



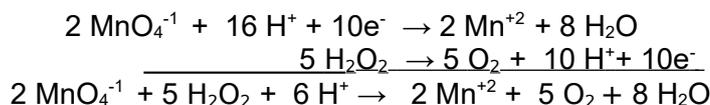
- Añadimos los electrones a las semirreacciones.



- Ajustamos los electrones entre ambas semirreacciones.



- Sumamos las semirreacciones teniendo en cuenta que hay H^+ en ambos lados.



- Completamos moléculas según la reacción inicial.



- Ajustamos los elementos que no han intervenido en la parte redox de la reacción, potasio, azufre y oxígeno.



Cálculo de la cantidad de sustancia de KMnO_4 utilizada:

$$M = n/V \text{ (litros)} \quad ; \quad n = M V = 0,05 \text{ (mol/l)} \cdot 0,0112 \text{ (l)} = 5,6 \cdot 10^{-4} \text{ moles } \text{KMnO}_4$$

Aplicando la estequiometría de la reacción, el peróxido de hidrógeno que reacciona es:

$$5,6 \cdot 10^{-4} \text{ (moles } \text{KMnO}_4) \cdot 5 \text{ (moles } \text{H}_2\text{O}_2) / 2 \text{ (moles } \text{KMnO}_4) = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{H}_2\text{O}_2$$

Y la concentración de la disolución de peróxido de hidrógeno será:

$$1,4 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \text{H}_2\text{O}_2 / 0,015 \text{ (l disol)} = 0,093 \text{ mol/litro de } \text{H}_2\text{O}_2$$

Resultado: la disolución de peróxido de hidrógeno valorada es 0,093 M